第４章　酸と塩基

第14講　酸と塩基(酸と塩基の基本事項)・水のイオン積とpH

1　酸と塩基

　固体を反応させやすくするために，水溶液にすることが多いが，水の中では水のイオン積の束縛を受ける。水素イオンと水酸化物イオンは水のイオン積を超えて共存することはできないのである。よって，まずは水素イオンを生成するもの，水酸化物イオンを生成するもの，すなわち酸と塩基をきちんと判断しなくてはならない。

(1)　定義

(i)　アレニウスの定義

酸　：水中で水素イオン(H^+)を生じるもの
塩基：水中で水酸化物イオン(OH^-)を生じるもの

(ii)　ブレンステッド・ローリーの定義

酸　：水素イオン(H^+)を与えるもの
塩基：水素イオン(H^+)を受け取るもの

注：水中で水素イオン(H^+)はオキソニウムイオン(H_3O^+)として存在している。

(2)　強弱

電離度α

$$\alpha = \frac{\text{電離した酸(塩基)}}{\text{溶解した酸(塩基)}}$$

強酸　$\alpha = 1$

H_2SO_4，HNO_3，HCl，HBr，HI

強塩基　$\alpha = 1$

KOH，$NaOH$，$Ba(OH)_2$，$Ca(OH)_2$

上記以外が弱酸弱塩基($\alpha < 1$)であり，αは濃度によって変化する。

(3)　価数

　１分子の酸(塩基)が出しうる水素イオンH^+(水酸化物イオンOH^-)の数を価数とよぶ。通常化学式を見れば判断できる。二酸化炭素CO_2(２価)とアンモニアNH_3(１価)のみ化学式からは判断できないため，注意が必要である。

⑷　水のイオン積とpH

(i)　水のイオン積

水は次のように電離している。

$$H_2O \ = \ H^+ \ + \ OH^- \ - \ 56\,kJ$$

平衡定数Kは

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

となるが，水の濃度は一定と考えることができるため，

$$K[H_2O] = K_w = [H^+][OH^+]$$

と表すことができる。これを水のイオン積K_wという。

平衡定数は温度で変化するため，水のイオン積も温度で変化する。25℃のとき水のイオン積は$1.0 \times 10^{-14}\,(mol/L)^2$である。

(ii)　水素イオン濃度と液性

(i)で述べたように，温度が一定であるかぎり，水素イオン濃度と水酸化物イオン濃度の積は水のイオン積で一定となる。これを利用し，水素イオン濃度の割合で溶液の液性を定める。25℃で考えると

$[H^+] > [OH^-]$すなわち$[H^+] > 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L**のとき酸性**

$[H^+] = [OH^-]$すなわち$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L**のとき中性**

$[H^+] < [OH^-]$すなわち$[H^+] < 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L**のとき塩基性**

(iii)　pH

(ii)のように，水素イオン濃度の割合で溶液の液性を表す。しかし水素イオン濃度の変化は極めて大きいため，対数をとったpHという指数を用いて表していく。

$$\mathrm{pH} = -\log[H^+]$$

また，水酸化物イオン濃度の対数はpOHである。

$$\mathrm{pOH} = -\log[OH^-]$$

25℃のとき

$$\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$$

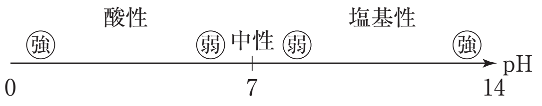
以上より，

pH＜7のとき酸性

pH＝7のとき中性

pH＞7のとき塩基性

となる。



第14講　演習問題

1　次の反応Ⅰおよび反応Ⅱ，下線を付した分子およびイオン（ａ～ｄ）のうち，酸としてはたらくものの組合せとして最も適当なものを，下の①～⑥のうちから一つ選べ。

反応Ⅰ　$CH_3COOH + {}_{a}\underline{H_2O} \rightleftarrows CH_3COO^- + {}_{b}\underline{H_3O^+}$

反応Ⅱ　$NH_3 + {}_{c}\underline{H_2O} \rightleftarrows NH_4^+ + {}_{d}\underline{OH^-}$

①　ａとｂ　②　ａとｃ　③　ａとｄ　④　ｂとｃ　⑤　ｂとｄ　⑥　ｃとｄ

2　次の(A)から(C)の水溶液をpHの小さいものから順に左から並べ，記号で答えよ。

(A)　1.0mol/Lの酢酸水溶液（電離度は0.0050）

(B)　0.010mol/Lの硫酸（電離度は1.0）

(C)　1.0mol/Lの塩酸10mLを容器に入れ，全体を純水で1.0Lに希釈した水溶液（電離度は1.0）

3　(1)　0.10mol/L，pH3.0の酢酸水溶液の電離度はいくらか。

(2)　水酸化ナトリウム（式量40）40mgに水を加えて100mLの水酸化ナトリウム水溶液とした。この水溶液のpHはいくらか。

第14講　確認テスト

1　pH1.0の塩酸10mLに水を加えてpH3.0にした。このpH3.0の水溶液の体積は何mLか。最も適当な数値を，次の①～⑥のうちから一つ選べ。

①　30mL　②　100mL　③　500mL　④　1000mL

⑤　5000mL　⑥　10000mL

＜Note＞

第14講　演習問題

1 ④

2 (B), (C), (A)

3 (1) 0.01

(2) 12

第14講　確認テスト

1　④

【解説】

pH1.0がpH3.0に変化したことから，水素イオンのモル濃度が２桁小さくなったことがわかる。すなわち$\frac{1}{100}$倍である。

濃度が$\frac{1}{100}$倍になったことから，体積が100倍になったことがわかるため，

$$10 \times 100 = \underline{1000\,\mathrm{mL}}$$